



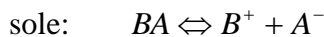
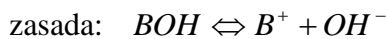
ĆWICZENIA LABORATORYJNE

Temat: Roztwory elektrolitów

Część literaturowa:

Dysocjacja elektrolityczna jest to proces rozpadu cząstek substancji pod wpływem rozpuszczalnika na jony dodatnie i ujemne, czyli atomy lub grupy atomów obdarzone ładunkiem elektrycznym. Powstające jony w zależności od ładunku nazywane są kationami (o ładunku dodatnim) i anionami (o ładunku ujemnym).

Dysocjację elektrolityczną można przedstawić następująco:



gdzie:

H^+ - kation wodorowy,

OH^- - anion wodorotlenkowy,

A^- - anion reszty kwasowej,

B^+ - kation metalu.

Dysocjacja elektrolityczna jest procesem odwracalnym. W roztworze ustala się równowaga dynamiczna pomiędzy jonami, a cząsteczkami elektrolitu, które nie uległy dysocjacji. Oznacza to, że w jednostce czasu tyle samo cząsteczek elektrolitu ulega dysocjacji ile ich równocześnie powstaje z jonów.

Niektóre substancje rozpadają się na jony prawie całkowicie (**elektrolity mocne**), inne zaś w niewielkim stopniu (**elektrolity słabe**). Istnieją również substancje nie ulegające rozpadowi na jony (**nielektrolity**).

Roztwory elektrolitów odróżniają się wyraźnie swymi właściwościami od nieelektrolitów. Obecność jonów sprawia, że roztwory elektrolitów wykazują przewodnictwo i przewodzą prąd elektryczny. Pomiary przewodnictwa dostarczają wielu informacji o roztworze elektrolitu, np.: o rodzaju tworzącego się połączenia, sposobie dysocjacji, czy stopniu dysocjacji. Od stopnia dysocjacji przewodnictwo elektrolitu zależy w następujący sposób; im większy jest stopień dysocjacji elektrolitu, czyli im większe jest stężenie jonów, tym lepiej przewodzi on prąd elektryczny.

Stopień dysocjacji (α) jest to stosunek liczby cząsteczek zdysocjowanych do ogólnej liczby cząsteczek elektrolitu (przed dysocjacją).

Stopień dysocjacji jest liczbą ułamkową ($\alpha < 1$), która określa jaka część ogólnej liczby rozpuszczonych cząsteczek elektrolitu ulega rozpadowi na jony.

$$\alpha = \frac{n}{N}$$

Stopień dysocjacji można również przedstawić w procentach

$$\alpha = \frac{n}{N} \cdot 100\%$$

W przypadku silnej dysocjacji liczba cząstek zdysocjowanych (n) rośnie i może stać się równa wartości (N) ogólnej liczby cząsteczek.

Dysocjacja wtedy jest całkowita i stopień dysocjacji $\alpha = 1$.

Stopień dysocjacji zależy od:

- rodzaju rozpuszczalnika (od wartości jego stałej dielektrycznej),
- stężenia roztworu (wzrasta z rozcieńczeniem roztworu),
- temperatury,
- obecności innych elektrolitów w roztworze.

W zależności od wartości stopnia dysocjacji elektrolity można podzielić na:

- mocne ($\alpha \geq 0,3$)
- średniej mocy ($0,05 < \alpha < 0,3$)
- słabe ($\alpha \leq 0,05$)

Do **elektrolitów mocnych** można zaliczyć:

- prawie wszystkie sole (oprócz niektórych związków rtęci)
- część kwasów nieorganicznych (HCl, HNO₃, HClO₄, H₂SO₄, HBr i inne)
- wodorotlenki litowców i berylowców (oprócz Mg(OH)₂, Be(OH)₂)

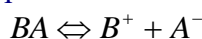
Do **elektrolitów słabych** można zaliczyć:

- część kwasów nieorganicznych (H₂SO₃, H₂CO₃, H₃BO₃, H₂S, i inne)
- część wodorotlenków (Fe(OH)₂, Fe(OH)₃, Cu(OH)₂, Al(OH)₃, Zn(OH)₂, NH₄OH)
- kwasy i zasady organiczne (CH₃COOH)

Do **elektrolitów średnich** można zaliczyć np.: H₃PO₄, H₃AsO₄, Mg(OH)₂.

Znajomość stopnia dysocjacji elektrolitu pozwala na obliczenie stężeń jonów powstałych w wyniku dysocjacji elektrolitu.

W przypadku elektrolitu typu BA dysocjującego wg schematu:

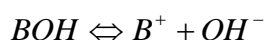


stopień dysocjacji definiuje się: $\alpha = \frac{[B^+]}{C_{BA}} = \frac{[A^-]}{C_{BA}}$

gdzie:

[B⁺], [A⁺], C_{BA} oznaczają stężenia odpowiednich jonów lub cząsteczek w roztworze elektrolitu.

Słabe kwasy i zasady ulegają w roztworze wodnym częściowej dysocjacji zgodnie z reakcjami:



Reakcja dysocjacji jest odwracalna, a więc podlega prawu działania mas, zgodnie z którym stałe równowagi tych reakcji wyrażają się wzorami:

$$K = \frac{[H^+] \cdot [A^-]}{[HA]}$$

$$K = \frac{[B^+] \cdot [OH^-]}{[BOH]}$$

Stała równowagi reakcji dysocjacji zwana jest **stałą dysocjacji (K)** i równa jest stosunkowi iloczynu stężeń jonów, na które rozpadł się dany elektrolit do stężenia cząsteczek, które nie uległy dysocjacji.

Stała dysocjacji lepiej charakteryzuje elektrolit niż stopień dysocjacji, ponieważ nie zależy od stężenia, lecz tylko od temperatury i rodzaju rozpuszczalnika. Stałe dysocjacji są wielkościami charakterystycznymi dla elektrolitów słabych. Dla różnych elektrolitów wartości stałych dysocjacji są bardzo zróżnicowane – im mniejsza jest wartość K tym słabszy jest elektrolit.

Stałą dysocjacji często wyraża się w postaci logarytmu i oznacza symbolem pK:

$$pK = -\log K$$

Stałą dysocjacji można również wyrazić za pomocą stopnia dysocjacji. Jeżeli przez C oznaczymy całkowite stężenie elektrolitu HA, a przez α jego stopień dysocjacji, to stężenie każdego z powstałych jonów (H^+ , A^-) równe są:

$$\begin{aligned} [H^+] &= \alpha \cdot C \\ [A^-] &= \alpha \cdot C \end{aligned}$$

a stężenie C cząstek niezdisocjowanych będzie równe:

$$[HA] = C - \alpha \cdot C = C \cdot (1 - \alpha)$$

Podstawiając otrzymane zależności do prawa działania mas otrzymujemy:

$$K = \frac{[H^+] \cdot [A^-]}{[HA]} = \frac{(\alpha \cdot C \cdot \alpha \cdot C)}{C \cdot (1 - \alpha)} = \frac{\alpha^2 \cdot C}{(1 - \alpha)}$$

Wyprowadzony wzór wyraża tzw. **prawo rozcieńczeń Ostwalda** słuszne dla roztworów elektrolitów słabych i określa zależności pomiędzy stałą dysocjacji, stopniem dysocjacji i stężeniem elektrolitu.

W przypadku elektrolitów bardzo słabych (gdy $\alpha < 0,05$) można przyjąć, że $(1 - \alpha) \cong 1$ i wówczas prawo rozcieńczeń przyjmuje postać uproszczoną:

$$K = \alpha^2 \cdot C$$

z tego wynika:

$$\alpha = \sqrt{\frac{K}{C}}$$

Ponieważ stała dysocjacji K jest w danej temperaturze wartością stałą i niezależną od stężenia C, zmiana stężenia pociąga za sobą zmianę stopnia dysocjacji.

Część doświadczalna:

1. Połączyć układ według wskazówek prowadzącego ćwiczenia (np. napięcie 18 V). Ustawić miliamperomierz na maksymalny zakres.
2. Do naczynia elektrolitycznego nalać około 20 cm³ 0,2 molowego roztworu H₂SO₄.
3. Zmierzyć natężenie przepływającego prądu.
4. Po pomiarze elektrody i naczynie elektrolityczne przepłukać dokładnie wodą destylowaną i wysuszyć bibułą.
5. Doświadczenie (wg punktów 2 – 4) powtórzyć dla kolejnych roztworów podanych przez prowadzącego ćwiczenia (np. 0,2 molowy roztwór: NaOH, NaCl, CuSO₄, H₂O)
6. Wyniki umieścić w tabelce.
7. Na podstawie otrzymanych wyników użyte w ćwiczeniu roztwory podzielić na nieelektrolity i elektrolity (słabe, średniej mocy oraz mocne).

Lp.	substancja		napięcie [V]	natężenie [A]
	nieelektrolity			
	elektrolity	Słabe		
		Mocne		